



PLANO DE DESENVOLVIMENTO DE DISCIPLINA

2º Semestre - 2019

Disciplina	
Código	Nome
QI-145	Interações Químicas

Turmas	Horário	Local
A	Terças-Feiras, 14h00-16h00	IQ-01

Docentes
Prof. Paulo Cesar de Sousa Filho Sala I209 – IQ (13053) pcsfilho@unicamp.br

Critérios de Avaliação e Aprovação
A média (M) será dada por $M = \frac{2T+4P_1+4P_2}{10}$, em que T é a média dos testes realizados em sala, baseados nas listas de exercícios/problemas previamente disponibilizados (a serem resolvidos como atividades orientadas extra-sala); P ₁ e P ₂ são as notas das provas. Caso o aluno não atinja as notas mínimas de P ₁ , P ₂ ou M , este realizará um exame final (E) que versará sobre a totalidade do conteúdo ministrado. Serão considerados aprovados os alunos que obtiverem nota final (N_f) maior ou igual a 5 . A nota final será dada por: (i) N_f = M , se M > 5, P₁ > 3 e P₂ > 3 ; (ii) N_f = E se M > 5 e P₁ < 3 ou P₂ < 3 ; (iii) N_f = (M+E)/2 se 2,5 < M < 5 (Somente poderá realizar o exame o aluno que obtiver M > 2,5).

Calendário
06/08 – Semana de Química (não haverá aula) 13/08 – Aula 1 20/08 – Aula 2 27/08 – Aula 3 (+ Teste 1) 03/09 – Aula 4 10/09 – Aula 5 17/09 – Aula 6 (+ Teste 2) 24/09 – Não haverá aula (monitoria e exercícios) 01/10 – Prova 1 08/10 – Aula 7 15/10 – Aula 8 22/10 – Aula 9 (+ Teste 3) 29/10 – Aula 10 05/11 – Aula 11 12/11 – Aula 12 19/11 – Aula 13 (+ Teste 4)

26/11 – Prova 2 02 a 07/12 – Semana de Estudos 10/12 – Exame

Outras informações relevantes

As atividades orientadas extra-sala compreenderão a resolução de listas de exercício e solução/discussão de problemas propostos em consonância com o conteúdo ministrado em sala de aula. Os testes realizados em sala serão baseados nas listas e problemas previamente disponibilizados. No caso de impossibilidade de que o aluno realize uma das provas (sob circunstâncias estritamente especiais e justificadas), a nota do exame poderá ser computada como prova substitutiva à prova não realizada.

Bibliografia Adicional Sugerida:

- | |
|---|
| <ul style="list-style-type: none">- Textos e artigos fornecidos pelo docente.- M.G. Constantino; <i>Química Orgânica: Curso Básico Universitário</i>, Vol.1., LTC: Rio de Janeiro, 2008.- H.E. Toma; Coleção de Química Conceitual, Vol. 1 (Estrutura Atômica, Ligações e Estereoquímica), Edgard Blucher: São Paulo, 2013.- B.F. Pfennig; <i>Principles of Inorganic Chemistry</i>, Wiley: Hoboken, 2015. |
|---|

SEGUEM A EMENTA, PROGRAMA E BIBLIOGRAFIA



UNIVERSIDADE ESTADUAL DE CAMPINAS
INSTITUTO DE QUÍMICA

PROGRAMAS E BIBLIOGRAFIAS



Disciplina	
Código	Nome
QI145	Interações Químicas

Vetor
OF:S-5 T:002 P:000 L:000 O:002 D:000 HS:004 SL:002 C:004 AV:N EX:S FM:75%

Pré-Req	QG108
---------	-------

Ementa
Teoria dos orbitais moleculares para moléculas poliatômicas. Introdução à teoria de grupo. Ácidos e bases.

Programa
Orbitais Moleculares Introdução à teoria de grupo: simetria, grupos pontuais e utilização da tabela de caracteres na classificação de moléculas e orbitais. Orbitais moleculares adaptados por simetria. Teoria dos Orbitais Moleculares para moléculas poliatômicas (espécies simples: H_3 e H_3^+ , H_2O , NH_3 e Diagrama de Walsh para moléculas EH_2); Orbitais moleculares para cadeias de átomos, moléculas hipervalentes, moléculas com ligação π e deficiente de elétrons (exemplos: SF_6 , fragmento B-H-B de boranos, NO_2^-).
Ácidos e Bases Acidez de Bronsted: H^+ em H_2O ; ácidos e bases conjugadas; acidez e basicidade de solventes. Tendências periódicas na acidez de Bronsted: aqua-ácidos; oxo-ácidos (Regra de Pauling); óxidos anidros; anfoterismo. Ácidos e bases de Lewis: tendências periódicas; exemplos de reações como: formação de aduto, correlacionando com o orbital molecular; reações de deslocamento; metátese. Considerações estruturais e fatores estéricos na força de ácidos e bases nas diversas teorias. Ácidos e bases duros e moles. A interpretação de dureza/moleza e a utilidade deste conceito. Acidez de superfície, por exemplo: sílica, alumina, aluminossilicatos. Conceito generalizado de ácidos e bases. Hidretos – tendências periódicas.

Bibliografia
Bibliografia Básica C. E. Housecroft, A. G. Sharpe. Inorganic Chemistry. 4th ed. Upper Saddle River. NJ : Prentice-Hall, 2012. 754p. G. L. Miessler, D. A. Tarr. Inorganic Chemistry. 4th ed., Harlow : Pearson, 2011. 1213p. D. F. Shriver, P. W. Atkins, C.H. Langford. Inorganic Chemistry. 2nd. ed. Oxford : Oxford University Press, 1994. 819p.
Bibliografia Complementar / Avançada J. E. Huheey, E. A. Keiter, R. L. Keiter. Inorganic Chemistry: Principles of Structure and Reactivity. 4th ed. New York : Harper Collins, 1993. 964p. S. F. A. Kettle. Symmetry and Structure: (Readable Group Theory for Chemists). 2nd ed. Chichester : John Wiley, 1995. 416p. F. A. Cotton. Chemical Applications of Group Theory. 3th ed. New York: John Wiley, 1990.

461p.
G. M. Oliveira. Simetria de Moléculas e Cristais: Fundamentos da Espectroscopia Vibracional. Porto Alegre : Bookman, 2009. 269p.

Critérios de Avaliação

Critérios de avaliação definidos pelo Professor, com base no disposto na Seção I – Normas Gerais, Capítulo V – Da Avaliação do Aluno na Disciplina, do Regimento Geral de Graduação. Frequência: 75 % (* O abono de faltas será considerado dentro do previsto no capítulo VI, seção X, artigo 72 do Regimento Geral de Graduação)